- Pour la réaction : $A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$. $K = \frac{[A_1^-]_{éq}[A_2H]_{éq}}{[A_1H]_{éq}[A_2^-]_{éq}} = \frac{k_{a_1}}{[H_3O^+]} \times \frac{[H_3O^+]}{K_{a_2}} = \frac{K_{a_1}}{K_{a_2}}$.

Alors pk = $pka_1 - pka_2$

* La constante de basicité K_b d'un couple acide base est la constante d'équilibre de la réaction de la base avec l'eau : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

$k_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$. K_b ne dépend que de la température.

* **Remarques** :

$pK_b = -\log k_b$ alors $k_b = 10^{-pkb}$.

Une base est d'autant plus forte que la valeur de K_b est grande et que la valeur de son pK_b est faible.

Pour la réaction : $A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$. $K = \frac{[A_1^-]_{éq}[A_2H]_{éq}}{[A_1H]_{éq}[A_2^-]_{éq}} = \frac{k_{b_2}}{[HO^-]} \times \frac{[HO^-]}{K_{b_1}} = \frac{K_{b_2}}{K_{b_1}}$.

alors $pK = pK_{b2} - pK_{b1}$

- Pour un couple acide base AH/A^-:

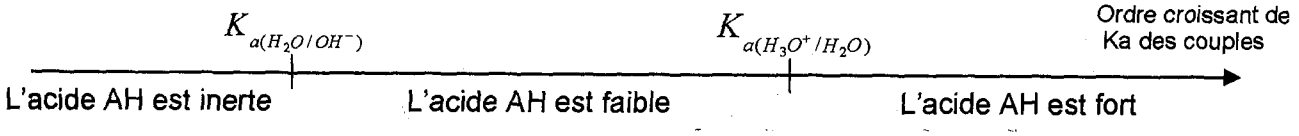
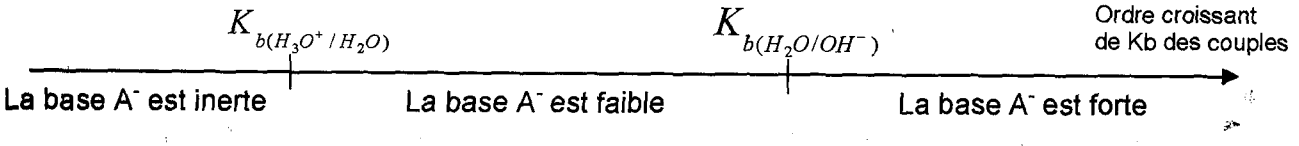
$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$. $K_a = \frac{[A^-]_{eq}[H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}}$

$A^- + H_2O \rightleftharpoons AH + OH^-$. $K_b = \frac{[AH]_{éq}[OH^-]_{éq}}{[A^-]_{éq}}$

$K_a.K_b = [H_3^+0]_{eq}.[OH^-]_{eq} = ke$ alors pKa + pKb = pKe avec pKe = - logKe

A 25°C $Ke = [H_3^+0]_{eq}.[OH^-]_{eq} = 10^{-14}$ et pKe=14.

A 25°C

$K_{a(H_3O^+/H_2O)} = \frac{[H_3O^+]_{eq}[H_2O]_{eq}}{[H_3O^+]_{eq}} = [H_2O]_{eq} = 55,55$; $K_{b(H_3O^+/H_2O)} = \frac{Ke}{K_{a(H_3O^+/H_2O)}} = 1,8.10^{-16}$.

$K_{a(H_2O/OH^-)} = \frac{[H_3O^+]_{eq}[OH^-]_{eq}}{[H_2O]_{eq}} = \frac{ke}{[H_2O]_{eq}} = 1,8.10^{-16}$; $K_{a(H_2O/OH^-)} = \frac{Ke}{K_{b(H_2O/OH^-)}} = 55,55$.